

Dosage par étalonnage

4 Extraits de sujets corrigés du bac S

© <http://labolycee.org>

Notions et contenus	Compétences exigibles		
Contrôle de la qualité par dosage Dosages par étalonnage : - spectrophotométrie ; loi de Beer-Lambert ; - conductimétrie ; explication qualitative de la loi de Kohlrausch, par analogie avec la loi de Beer-Lambert.	<i>Mettre en œuvre un protocole expérimental pour caractériser une espèce colorée.</i> <i>Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce à l'aide de courbes d'étalonnage en utilisant la spectrophotométrie et la conductimétrie, dans le domaine de la santé, de l'environnement ou du contrôle de la qualité.</i>	☺ ☺	☹ ☹

Résumé en vidéo (9 min) <http://acver.fr/4xp>



Source de l'image <http://physique-chimie.gjn.cz/spip.php?article50>

Les corrigés sont rédigés par les professeurs de l'association Labolycée.
Toute reproduction de ces corrigés sans l'autorisation de l'association est interdite.
Ces corrigés sont accessibles gratuitement et sans inscription sur <http://labolycee.org>

Contacts : <https://twitter.com/Labolycee> ; <https://www.facebook.com/labolycee/> ;
labolycee@labolycee.org

2005/11 Nouvelle Calédonie EXERCICE II. DEUX ANTISEPTIQUES (6,5 points)

Le Lugol est un antiseptique couramment utilisé. Les indications portées sur un flacon de solution commerciale sont données dans le tableau ci-dessous.

Lugol (solution S_0)
Composition : iodine solution (eau iodée)

On se propose dans cet exercice de tracer une courbe d'étalonnage à l'aide d'un spectrophotomètre afin d'utiliser cet appareil pour déterminer le titre de la solution S_0 de Lugol.

1. Courbe d'étalonnage du spectrophotomètre

On dispose de six solutions aqueuses de diiode de concentrations molaires apportées différentes. La mesure de l'absorbance A de chaque solution a été réalisée avec un spectrophotomètre UV-visible réglé à la longueur d'onde $\lambda = 500 \text{ nm}$.

Le spectrophotomètre utilisé admet une gamme de mesures pour l'absorbance de $A_0 = 0$ à $A_{\max} = 2,00$.

Parmi les espèces chimiques présentes le diiode est la seule espèce qui absorbe à 500 nm . Les résultats obtenus permettent de tracer la courbe d'étalonnage de la Figure 1 de **L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**.

1.1. Justifier, à partir de la courbe d'étalonnage, que les grandeurs portées sur le graphe sont liées par une relation de la forme $A = k[I_2]$.

1.2. On note $[I_2]_{\max}$ la concentration molaire apportée en diiode au-delà de laquelle l'absorbance d'une solution de diiode n'est pas mesurable par le spectrophotomètre utilisé ici.

Déterminer graphiquement la valeur de $[I_2]_{\max}$ en faisant clairement apparaître la méthode utilisée sur la Figure 1 de **L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**.

[ACCÈS À LA CORRECTION](#)

2. Titre du Lugol

Pour déterminer le titre en diiode du Lugol, il est ici nécessaire de diluer dix fois la solution commerciale S_0 . La solution obtenue est notée S_0' .

Le matériel mis à disposition est le suivant :

- bechers 50 mL, 100 mL, 250 mL ;
- pipettes jaugées 5,0 mL, 10,0 mL, 20,0 mL ;
- éprouvettes graduées 10 mL, 20 mL, 100 mL ;
- fioles jaugées 100,0 mL, 250,0 mL, 500,0 mL.

2.1. Choisir, sans justification, le matériel nécessaire pour préparer S_0' .

2.2. Sans modifier les réglages du spectrophotomètre, on mesure l'absorbance de la solution S_0' :

$$A_{S_0'} = 1,00.$$

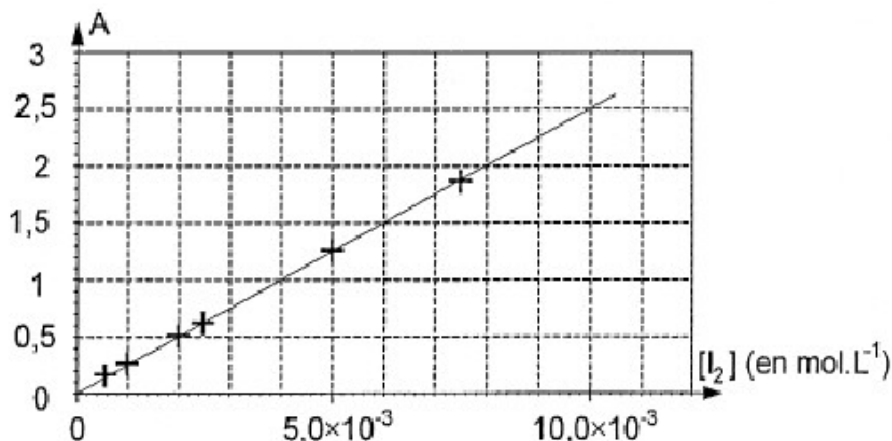
2.2.1. Déterminer graphiquement sur la Figure 1 de **L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE** la concentration molaire apportée en diiode de la solution S_0' . On fera clairement apparaître la méthode graphique utilisée.

2.2.2. En déduire la concentration molaire apportée c_L en diiode du Lugol (solution commerciale S_0)

2.2.3. Pourquoi a-t-il été nécessaire de diluer le Lugol (solution commerciale S_0) ?

[ACCÈS À LA CORRECTION](#)

Annexe

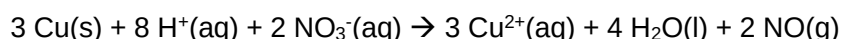


EXERCICE I. QUELLE TENEUR EN CUIVRE DANS UNE PIÈCE DE 5 CENTIMES D'EURO ?**(5 points)** [Accès à la correction](#)

La pièce de 5 centimes d'euro est composée d'un centre en acier (constitué essentiellement de fer et de carbone) entouré de cuivre. Elle a un diamètre de 21,25 mm, une épaisseur de 1,67 mm et une masse de 3,93 g.

On cherche par une méthode spectrophotométrique à déterminer la teneur en cuivre d'une telle pièce.

Le cuivre, de masse molaire $63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, est un métal qui peut être totalement oxydé en ions cuivre (II) par un oxydant puissant tel que l'acide nitrique selon la réaction d'équation :



Les ions cuivre (II) formés se retrouvent intégralement dissous en solution ; le monoxyde d'azote NO est un gaz peu soluble.

En pratique, on dépose une pièce de 5 centimes dans un erlenmeyer de 100 mL, on place cet erlenmeyer sous la hotte et on met en fonctionnement la ventilation.

Équipé de gants et de lunettes de protection, on verse dans l'erlenmeyer 20 mL d'une solution d'acide nitrique d'une concentration environ égale à $7 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

La pièce est alors assez vite oxydée et on obtient une solution notée S_1 .

On transfère intégralement cette solution S_1 dans une fiole jaugée de 100 mL et on complète cette dernière avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On obtient une solution S_2 qui contient également des ions fer (III) provenant de la réaction entre l'acide nitrique et le fer contenu dans le centre d'acier de la pièce.

L'absorbance de la solution S_2 à 800 nm est mesurée, elle vaut 0,575.

1. Étalonnage.

1.1. Déterminer, en argumentant votre réponse, les couleurs attendues pour une solution d'ions cuivre(II) et pour une solution d'ions fer (III). Pour quelle raison choisit-on de travailler à une longueur d'onde de 800 nm ?

1.2. On fait subir à différents échantillons de métal cuivre pur le même traitement que celui décrit ci-dessus pour la pièce. On obtient alors des solutions d'ions cuivre (II) dont on mesure l'absorbance à 800 nm.

Montrer, en utilisant le document 2 et en complétant **l'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**, que la loi de Beer-Lambert est vérifiée pour ces solutions d'ions cuivre (II).

2. Détermination de la teneur en cuivre dans la pièce.

2.1. Déterminer la masse de cuivre contenue dans la pièce de 5 centimes d'euro.

2.2. En déduire la teneur (ou « pourcentage massique ») en cuivre dans la pièce.

3. Incertitude.

10 groupes d'élèves ont déterminé expérimentalement la masse de cuivre présente dans 10 pièces de 5 centimes de même masse. Leurs résultats sont les suivants :

Groupe	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Masse de cuivre (mg)	260	270	265	263	264	265	262	261	269	267

3.1. Déterminer, grâce aux valeurs trouvées par les élèves, l'incertitude élargie (pour un niveau de confiance de 95 %) sur la mesure de la masse de cuivre dans une pièce.

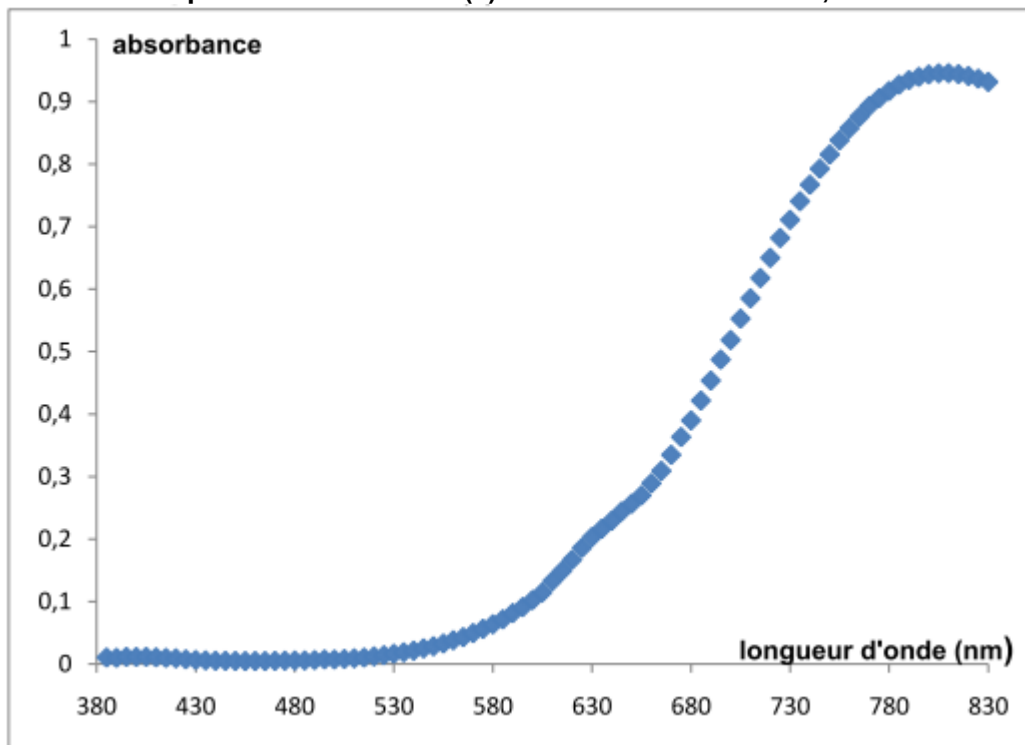
3.2. En déduire l'intervalle dans lequel devrait se situer le résultat du mesurage de la masse de cuivre avec un niveau de confiance de 95 %.

[Accès à la correction](#)

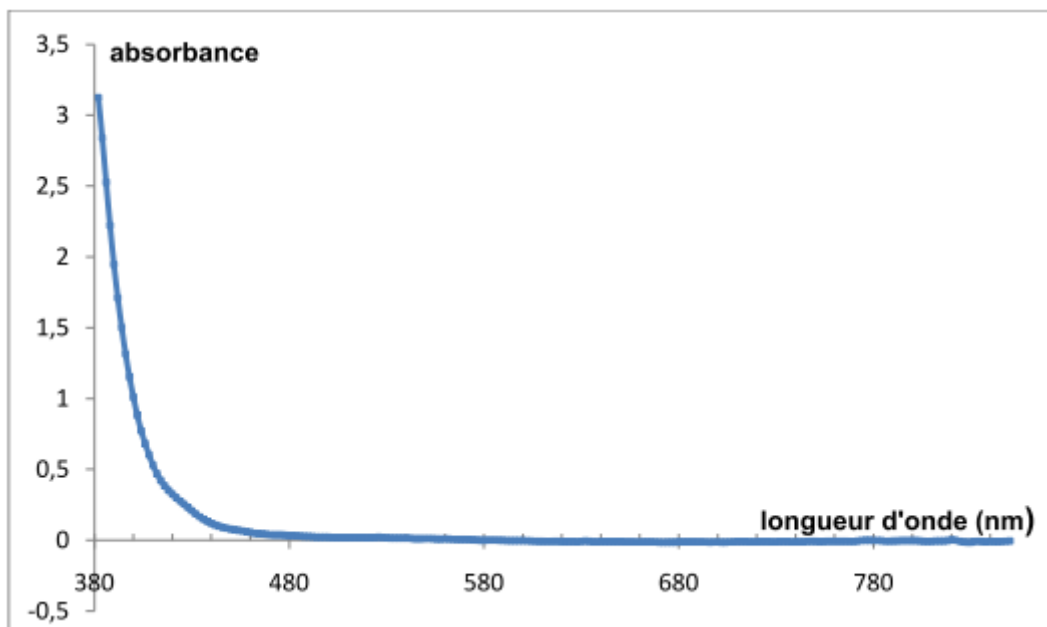
Document 1 : Spectres d'absorption des ions cuivre (II) et fer (III) dans l'eau.

On donne ci-dessous les spectres d'absorption d'une solution d'ions cuivre (II) et d'une solution d'ions fer (III), ainsi qu'un tableau reliant longueur d'onde d'absorption et couleur complémentaire. Le « blanc » a été fait avec de l'eau pure.

Solution aqueuse d'ions cuivre (II) Cu^{2+} de concentration $7,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$



Solution aqueuse d'ions fer (III) Fe^{3+} de concentration $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$



couleur absorbée	violet	bleu	vert	jaune	orange	Rouge
longueur d'onde d'absorption (nm)	400-424	424-491	491-575	575-585	585-647	647-850
couleur complémentaire	jaune-vert	jaune	pourpre	bleu	vert-bleu	bleu-vert

Document 2 : Courbe d'étalonnage.

Tableau donnant l'absorbance A à 800 nm de solutions aqueuses contenant des ions cuivre (II), obtenues à partir de divers échantillons de métal cuivre pur :

Masse de l'échantillon de cuivre (mg)	0	25,1	50,6	103,8	206,2	300,6
Concentration (mol.L⁻¹)	0	$3,95 \times 10^{-3}$	$7,97 \times 10^{-3}$	$1,63 \times 10^{-2}$	$3,25 \times 10^{-2}$	$4,74 \times 10^{-2}$
Absorbance	0	0,055	0,121	0,231	0,452	0,649

Document 3 : Incertitude sur un mesurage.

On rappelle les différentes formules intervenant dans la détermination de l'incertitude sur le résultat du mesurage d'un ensemble de n valeurs $\{x_1, x_2 \dots x_n\}$:

$$\text{Écart-type : } \sigma_{n-1} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n-1}}$$

$$\text{Incertitude-type sur la moyenne : } u(\bar{x}) = \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}}$$

$$\text{Incertitude élargie sur la moyenne : } U(\bar{x}) = k \cdot u(\bar{x}),$$

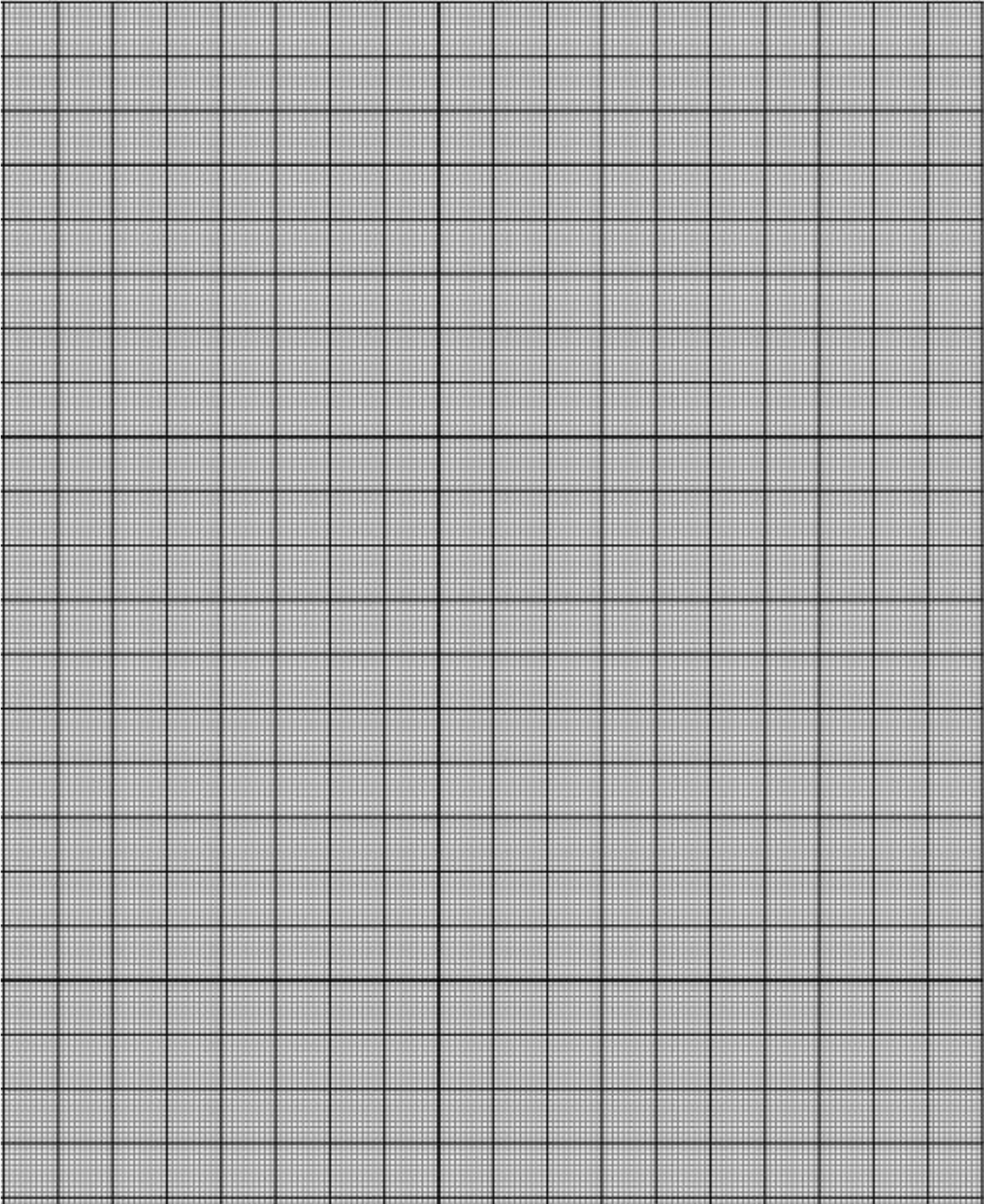
avec : $k = 1$ pour un niveau de confiance de 68% ;

$k = 2$ pour un niveau de confiance de 95% ;

$k = 3$ pour un niveau de confiance de 98% ;

[Accès à la correction](#)

ANNEXE DE L'EXERCICE I À RENDRE AVEC LA COPIE



2. Dosage spectrophotométrique de la vanilline dans un sachet de sucre vanillé[Accès à la correction](#)

Sur l'étiquette du sachet de sucre vanillé, il est précisé l'information suivante : « 4% en masse de gousse de vanille ». On souhaite vérifier cette information.

[Accès à la correction](#)**Protocole de préparation de la gamme étalon**

- Dans une fiole jaugée de 1,00 L, introduire 100 mg de vanilline pure.
- Dissoudre complètement la vanilline et compléter jusqu'au trait de jauge avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. On obtient une solution mère notée F_0 .
- Dans une fiole jaugée de 100,0 mL, introduire 1,00 mL de F_0 et compléter jusqu'au trait de jauge avec la solution d'hydroxyde de sodium. On note F_1 la solution fille obtenue.
- Préparer de même des solutions filles F_2 à F_6 en prélevant respectivement des volumes égaux à 2,0 ; 3,0 ; 4,0 ; 5,0 et 6,0 mL de F_0 .
- Mesurer l'absorbance A des six solutions pour une longueur d'onde de 348 nm. À cette longueur d'onde, seule la vanilline absorbe.

Protocole de préparation de l'échantillon de sucre vanillé

- Dans une fiole jaugée de 500 mL, introduire 1,0 g de sucre vanillé.
- Dissoudre complètement le sucre et compléter jusqu'au trait de jauge avec la solution d'hydroxyde de sodium.
- Mesurer l'absorbance de la solution de sucre vanillé pour une longueur d'onde de 348 nm.

Résultats expérimentaux

Solutions filles	F_1	F_2	F_3	F_4	F_5	F_6	sucre vanillé
Concentration (en $\mu\text{mol.L}^{-1}$)		13	20	26	33	39	
Absorbance A	0,175	0,342	0,510	0,670	0,851	1,020	0,241

*D'après La chimie expérimentale (Chimie organique et minérale)
Romain BARBE, Jean-François LE MARÉCHAL – Édition 2007 DUNOD*

Donnée : Masse molaire moléculaire de la vanilline $M = 152,0 \text{ g.mol}^{-1}$

2.1. Montrer que la concentration de la solution mère F_0 est de $6,6 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ puis en déduire la concentration de la solution fille F_1 .

2.2. Montrer à l'aide des résultats expérimentaux que la masse de vanilline présente dans 1,00 g de sucre vanillé est d'environ 0,7 mg.

Toute démarche du candidat, même non aboutie, sera prise en compte.

2.3. Sachant qu'un gramme de gousse de vanille peut contenir de 5 à 25 mg de vanilline, vérifier si la mention sur l'étiquette est acceptable.

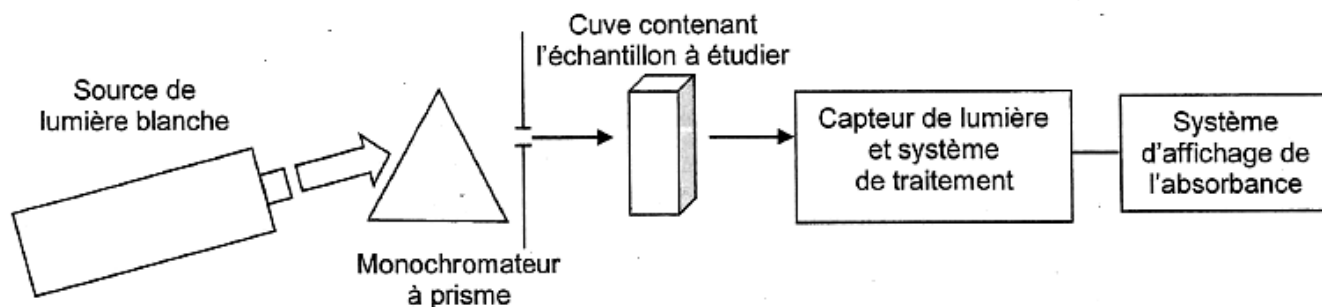
[Accès à la correction](#)

EXERCICE II – Spectrophotométrie (5,5 points)

La lumière est un « outil » précieux en chimie analytique. En effet, toute espèce chimique est susceptible d'interagir avec des radiations lumineuses. Par exemple, une espèce colorée X absorbe certaines radiations visibles.

Le principe de la spectrophotométrie repose sur la mesure de l'absorbance A de l'espèce X en solution dans un solvant Y. Cette grandeur A est le résultat de la comparaison de deux intensités lumineuses : celle d'une radiation monochromatique ayant traversé une cuve transparente contenant le solvant Y, et celle de la même radiation émergeant de la même cuve contenant la solution de l'espèce X dans le solvant Y.

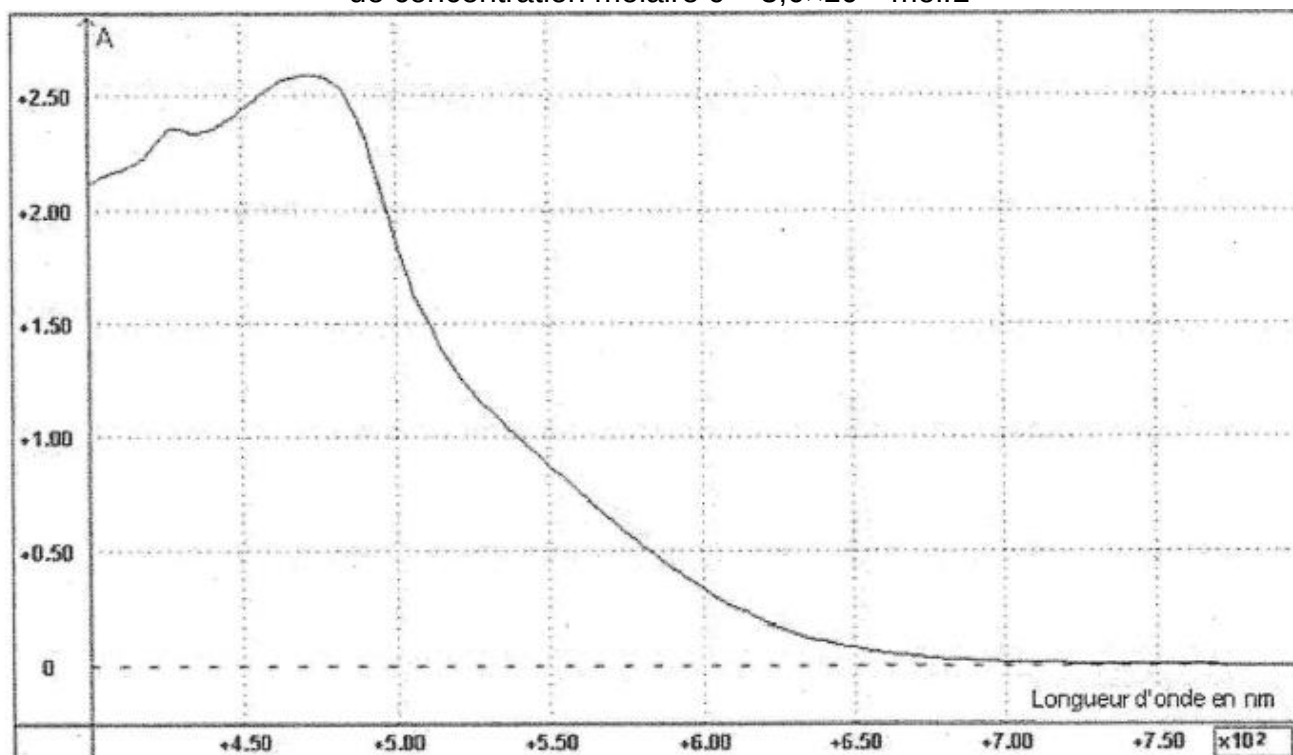
Schéma de principe d'un spectrophotomètre à prisme

**2^{ème} partie : Dosage colorimétrique par étalonnage**

On se propose de déterminer la concentration en diiode dans une teinture d'iode officinale. On commence par diluer 200 fois la teinture d'iode (trop concentrée pour une étude spectrophotométrique directe). La solution aqueuse obtenue à l'issue de cette dilution est appelée solution S.

Par ailleurs, on dispose d'un ensemble de solutions aqueuses de diiode notées D_i (D_1 , D_2 , etc.) de concentrations connues toutes différentes. Ces solutions ont des colorations proches de celle de la solution S.

Données : Spectre d'absorption d'une solution aqueuse de diiode de concentration molaire $c = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$



Masse molaire atomique de l'iode : 127 g.mol^{-1}

Écart relatif entre une valeur expérimentale G_{exp} et une valeur attendue G_a d'une grandeur quelconque G : $\left| \frac{G_{\text{exp}} - G_a}{G_a} \right|$

2.1. On peut trouver expérimentalement un encadrement de la concentration en diiode de la solution S, sans utiliser un spectrophotomètre.

2.1.1. Expliquer brièvement la méthode.

2.1.2. Pourquoi lors de la mise en œuvre de cette méthode, faut-il que les récipients utilisés (tubes à essais ou béchers) soient tous identiques ?

2.2. À l'aide d'un spectrophotomètre, on mesure l'absorbance A_i de chaque solution D_i de diiode, puis celle de la solution S.

2.2.1. Donner la valeur d'une longueur d'onde qui vous paraît bien appropriée pour ces mesures. Justifier brièvement.

2.2.2. On obtient les résultats suivants :

Concentration C de la solution en $\mu\text{mol.L}^{-1}$	50	100	250	500	750	1000
Absorbance A de la solution	0,041	0,10	0,22	0,46	0,70	0,87

Absorbance de la solution S : $A = 0,78$.

La courbe d'étalonnage de l'absorbance en fonction de la concentration molaire C en diiode est fournie en annexe.

La relation entre l'absorbance A et la concentration C est appelée loi de Beer-Lambert.

Elle s'écrit : $A = k \times C$ avec k une constante et C la concentration molaire de l'espèce colorée dans la solution. La courbe d'étalonnage obtenue est-elle en accord avec cette loi ? Justifier.

2.2.3. Déterminer graphiquement la concentration molaire $C_{S,\text{exp}}$ en diiode de la solution S. En déduire la concentration molaire C_{exp} en diiode de la teinture d'iode officinale.

2.3. La teinture d'iode officinale est étiquetée à 5,0 % en masse de diiode. Sa masse volumique est $\rho = 9,0 \times 10^2 \text{ g.L}^{-1}$.

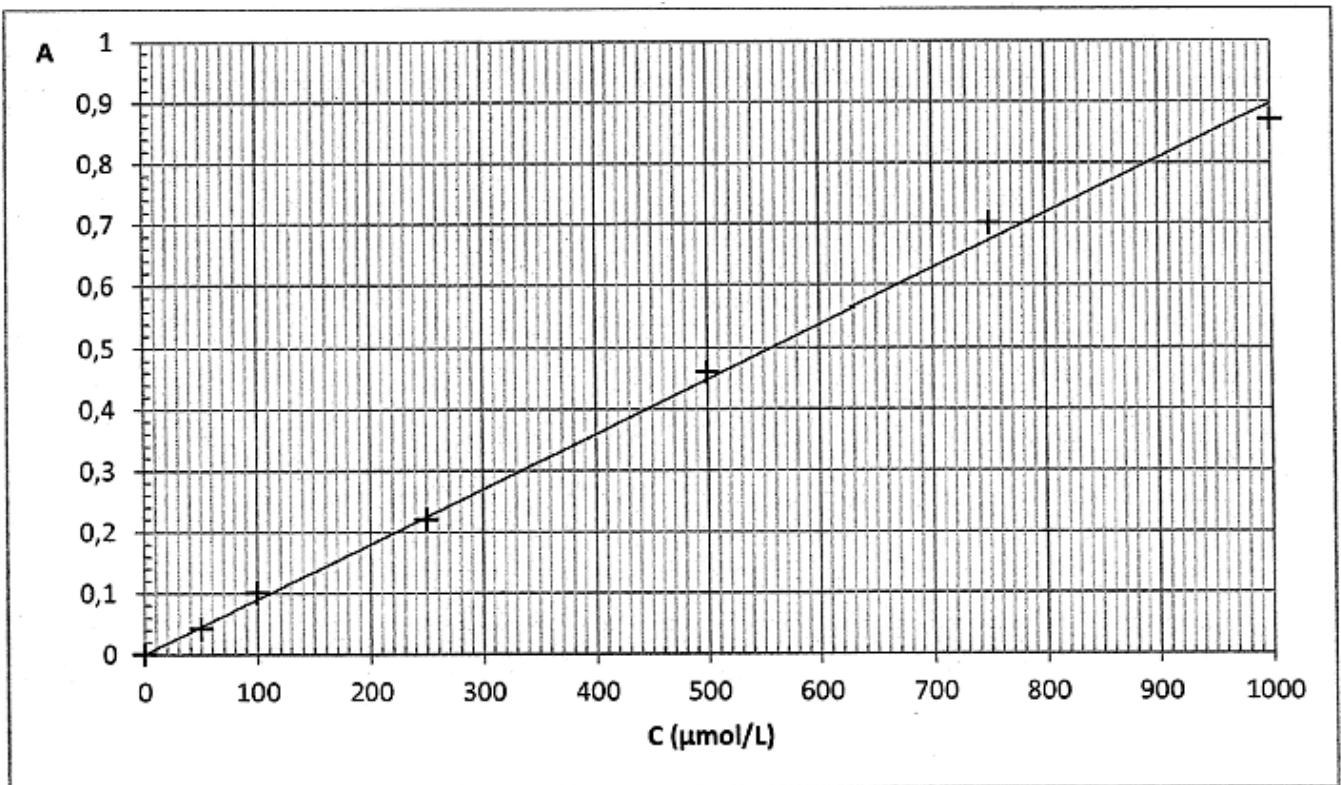
2.3.1. À partir de ces données, vérifier que la concentration massique C_m en diiode attendue dans cette teinture est 45 g.L^{-1} .

2.3.2. En déduire la valeur de la concentration molaire attendue en diiode dans cette teinture. On la notera C_a .

2.3.3. Calculer l'écart relatif entre la valeur expérimentale C_{exp} à la valeur C_a . Conclure.

Annexe de l'exercice II à rendre avec la copie

Questions 2.2.2 et 2.2.3. : Courbes d'étalonnage :



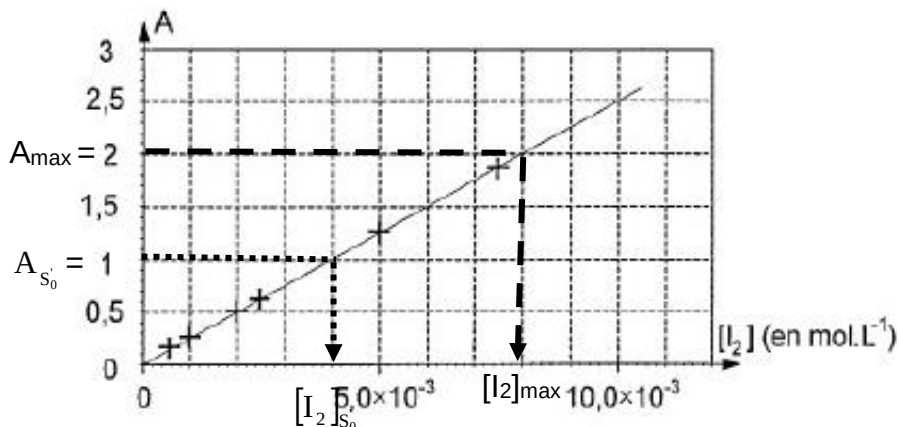
1. Courbe d'étalonnage du spectrophotomètre

1.1. La courbe représentative de $A = f([I_2])$, figure 1, est une **droite** qui **passé par l'origine**. L'absorbance est proportionnelle à la concentration en diiode, on peut écrire : $A = k[I_2]$ (k coefficient de proportionnalité).

1.2. $A_{\max} = 2,00$

L'abscisse du point d'ordonnée correspondante nous donne la valeur de $[I_2]_{\max}$

Figure 1



$$[I_2]_{\max} = 8,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

[RETOUR AU SUJET](#)

2. Titre du Lugol

2.1. La solution est diluée dix fois, il nous faut donc une **pipette jaugée de 10,0 mL** et une **fiolle jaugée de 100,0 mL**.

2.2.1. On prend l'abscisse du point d'ordonnée $A_{S_0} = 1,00$, soit $[I_2]_{S_0} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2.2.2. $c_L = 10 \times [I_2]_{S_0}$ (solution S_0 diluée dix fois) $c_L = 10 \times 4,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

2.2.3. Si on ne diluait pas la solution commerciale, l'absorbance serait non mesurable car $c_L > [I_2]_{\max}$.

2. Dosage spectrophotométrique de la vanilline dans un sachet de sucre vanillé

2.1. Par définition de la concentration molaire en soluté apporté : $c_0 = \frac{n(\text{HVan})_0}{V_{\text{fiolle } 0}} = \frac{m(\text{HVan})_0}{M(\text{HVan}) \times V_{\text{fiolle } 0}}$

$$C_0 = \frac{100 \times 10^{-3}}{152,0 \times 1,00} = 6,58 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Ce résultat est cohérent avec la valeur de $6,6 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ donnée.

La solution fille F_1 a été préparée par dilution.

Solution mère :

$$V_0 = 1,00 \text{ mL}$$

$$C_0 = 6,58 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Solution fille :

$$V_1 = 100,0 \text{ mL}$$

$$C_1 = ?$$

Au cours d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve, $n_0 = n_1$

$$C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

$$C_1 = \frac{C_0 \cdot V_0}{V_1}$$

$$C_1 = \frac{6,58 \times 10^{-4} \times 1,00}{100,0} = 6,58 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.2. Quand elle est vérifiée, la loi de Beer-Lambert implique une relation de proportionnalité entre l'absorbance et la concentration de l'espèce qui absorbe : $A = k \cdot C$.

Vu que le sujet ne demande pas tracer la courbe $A = f(C)$, et qu'il n'y a ni papier millimétré fourni, ni annexe à rendre, nous allons vérifier qu'il y a bien proportionnalité entre A et C :

Solution filles	F_1	F_2	F_3	F_4	F_5	F_6
Concentrations C (en $\mu\text{mol.L}^{-1}$)	6,6	13	20	26	33	39
Absorbance A	0,175	0,342	0,510	0,670	0,851	1,020
$k = \frac{A}{C}$ (en $\text{L} \cdot \mu\text{mol}^{-1}$)	0,027	0,026	0,026	0,026	0,026	0,026

Le rapport $k = \frac{A}{C}$ étant sensiblement constant, on peut considérer que la loi de Beer-Lambert est vérifiée.

Ainsi, par proportionnalité : $C_{\text{SV}} = \frac{A_{\text{SV}}}{k}$ (SV pour solution de Sucre Vanillé)

$$C_{\text{SV}} = \frac{0,241}{0,026} = 9,3 \mu\text{mol.L}^{-1}$$

On cherche $m(\text{HVan}) = n(\text{HVan}) \times M(\text{HVan})$

[Retour au sujet](#)

$$= C_{\text{SV}} \times V_{\text{fiolle SV}} \times M(\text{HVan})$$

$$m(\text{HVan}) = 9,3 \times 10^{-6} \times 500 \times 10^{-3} \times 152,0 = 7,0 \times 10^{-4} \text{ g} = 0,70 \text{ mg} \text{ comme indiqué.}$$

2.3. Un gramme de gousse de vanille peut contenir de 5 à 25 mg de vanilline (énoncé).

Les « 4 % en masse de gousse de vanille » indiqués sur le sachet correspondent donc à une masse de

vanilline comprise dans l'intervalle $\frac{4}{100} \times 5 \leq m \leq \frac{4}{100} \times 25 \text{ mg}$

$$0,2 \leq m \leq 1 \text{ mg}$$

[Retour au sujet](#)

La valeur trouvée à la question précédente (0,7 mg) est incluse dans cet intervalle : l'indication est donc correcte.

EXERCICE III. QUELLE TENEUR EN CUIVRE DANS UNE PIÈCE DE 5 CENTIMES D'EURO ?**1. Étalonnage**[Retour au sujet](#)

1.1. (1) Dans le cas où une solution absorbe dans un seul domaine de longueur d'onde, sa couleur perçue est la **couleur complémentaire** de celle des radiations absorbées.

Ainsi, une solution d'ions cuivre (II) est de couleur **bleu-vert** car elle **absorbe** principalement dans le **rouge** (entre 647 et 850 nm).

De même, une solution d'ions fer (III) est de couleur **jaune-vert** car elle **absorbe** principalement dans le **violet** (entre 400 et 424 nm).

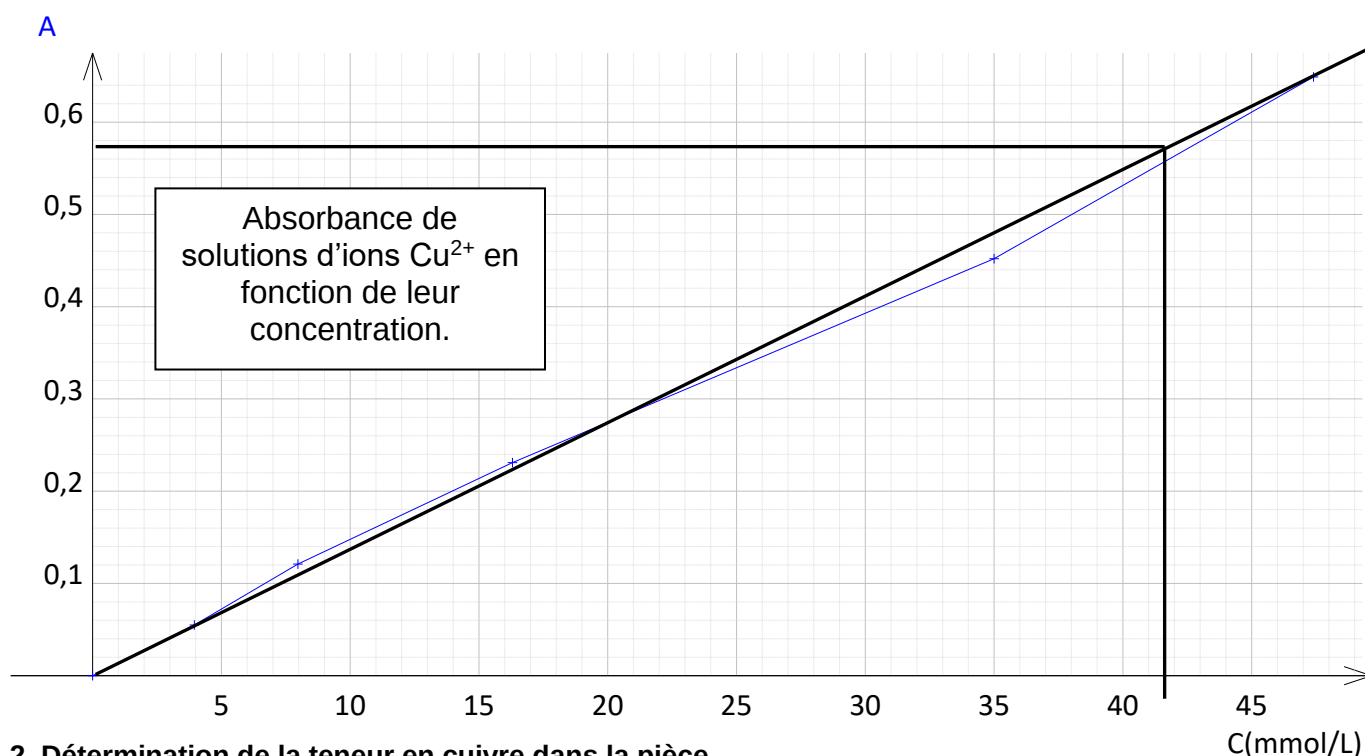
Rq : la solution absorbe encore davantage en dessous de 400 nm, c'est-à-dire dans l'ultraviolet (UV), ce qui n'a pas d'influence sur la couleur visible.

En travaillant à 800 nm, on est sûr que les ions **fer (III) n'absorbent** pas la lumière et donc que l'absorbance mesurée est **uniquement due aux ions cuivre (II)**.

[Retour au sujet](#)

1.2. (1,75) Lorsque la loi de Beer-Lambert est vérifiée, l'absorbance de la solution est proportionnelle à la concentration de l'espèce colorée : **$A = k \cdot c$** .

En traçant la courbe $A=f(\text{concentration})$, on obtient une **droite passant par l'origine**, ce qui correspond bien à une situation de proportionnalité.

**2. Détermination de la teneur en cuivre dans la pièce.**

2.1. (1) Méthode 1 : On trace la droite moyenne passant au plus près de tous les points expérimentaux. On lit l'abscisse du point d'ordonnée $A = 0,575$. On obtient une concentration en ions Cu^{2+} d'environ **$[\text{Cu}^{2+}] = 42 \text{ mmol.L}^{-1}$** (précision limitée due à une lecture graphique).

D'après l'équation de la réaction : $n(\text{Cu})_{\text{ini}} = n(\text{Cu}^{2+})_{\text{finale}}$

$$\frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = [\text{Cu}^{2+}]_{\text{finale}} \cdot V$$

$$m(\text{Cu}) = [\text{Cu}^{2+}]_{\text{finale}} \cdot V \cdot M(\text{Cu}) \quad \text{où } V \text{ est le volume de la solution } S_2.$$

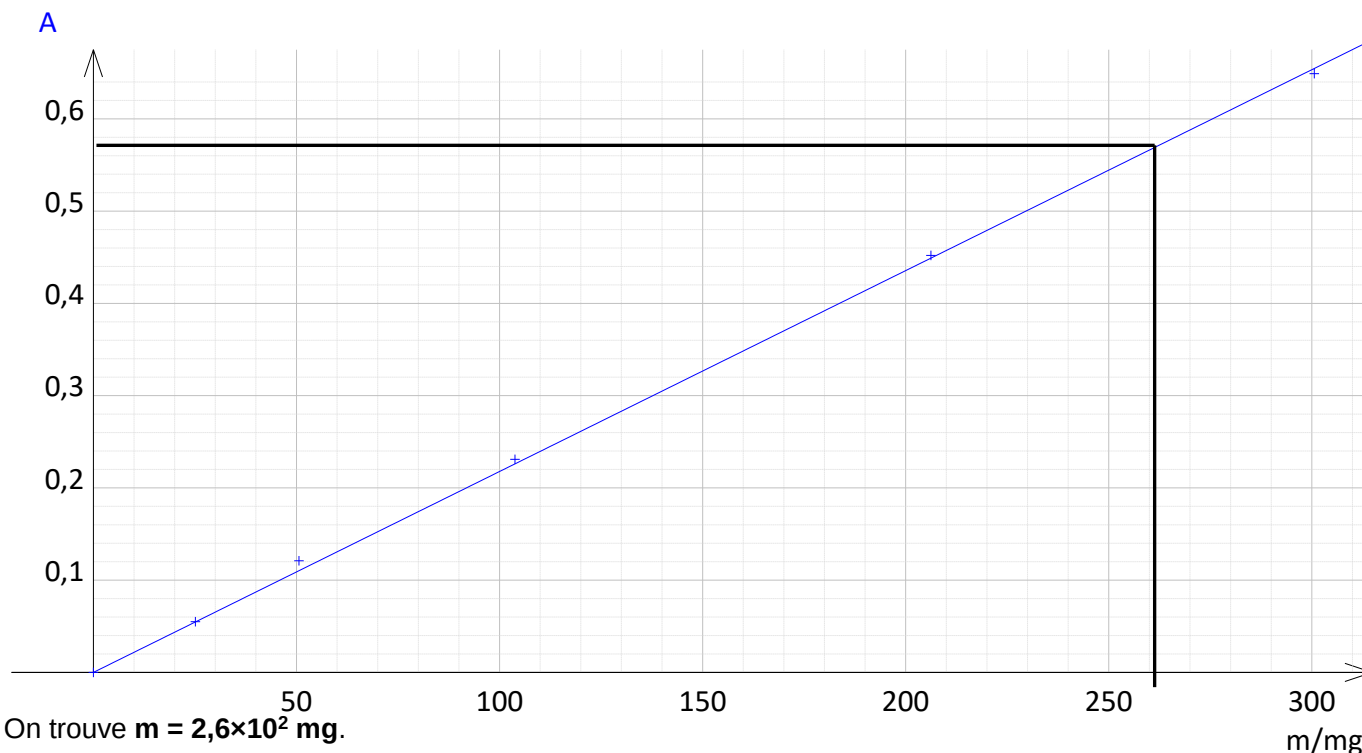
$m(\text{Cu}) = 42 \times 10^{-3} \times 0,100 \times 63,5 = 0,2667 \text{ g}$, soit avec deux chiffres significatifs **$m(\text{Cu}) = 2,7 \times 10^2 \text{ mg}$** .
 Cette valeur est cohérente avec celles obtenues par les élèves et présentées dans le tableau du 3..

Méthode 2 :

[Retour au sujet](#)

La concentration en ions cuivre (II) est proportionnelle à la masse de cuivre utilisée (conservation de la matière) et aussi à l'absorbance (loi de Beer-Lambert) donc la masse de cuivre utilisée est proportionnelle à l'absorbance.

On trace la droite d'étalonnage $A = f(\text{masse de cuivre})$ pour lisser les erreurs et on fait une lecture graphique.



2.2.(0,75) D'après l'énoncé, une pièce de 5 centimes d'euros a une masse de **3,93 g**.

La teneur massique en cuivre est donc $T = \frac{m(\text{Cu})}{m_{\text{pièce}}}$

$$T = \frac{2,6 \times 10^2 \times 10^{-3}}{3,93} = 0,066 = \mathbf{6,6 \%}$$

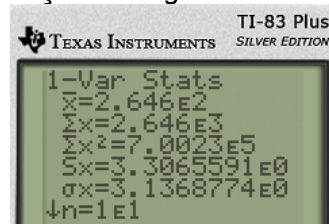
[Retour au sujet](#)

Rq : cette valeur peut sembler faible, mais le cuivre n'est pas réparti de façon homogène dans la pièce mais uniquement à sa surface.

3. Incertitude

3.1. (0,75) En utilisant les fonctions statistiques de la calculatrice :

moyenne : $\bar{m} = 264,6 \text{ mg}$ et écart-type expérimental : $\sigma_{n-1} = \mathbf{3,3}$.



L'incertitude élargie sur la moyenne est : $U(\bar{m}) = k \cdot \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}}$ avec $k = 2$ pour un intervalle de confiance de 95 %

$$\text{AN : } U(\bar{m}) = 2 \times \frac{3,3}{\sqrt{10}} = 2,087 \text{ mg} = \mathbf{2 \text{ mg}}$$
 (on ne garde qu'un seul chiffre significatif sur l'incertitude).

3.2. (0,75) L'incertitude porte sur les mg, donc on arrondit $\bar{m}$ au mg également.

$$m = \bar{m} \pm U(\bar{m})$$

$m = 265 \pm 2 \text{ mg}$ ou $263 \text{ mg} < m < 267 \text{ mg}$ avec un niveau de confiance de 95%.

[Retour au sujet](#)

EXERCICE 2 : Spectrophotométrie (5,5 points)[Retour au sujet](#)**2^{ème} partie : Dosage colorimétrique par étalonnage**

2.1.1. Pour trouver un encadrement de la concentration en diiode de la solution S, on peut réaliser une **échelle de teinte en diiode**. Les solutions filles sont préparées par dilution d'une solution mère de concentration connue, dans des tubes à essais identiques. Les solutions filles ont ainsi des concentrations connues.

Il suffit ensuite de verser un peu de solution S dans un tube à essais, identique à ceux des solutions filles, et **de comparer la teinte de la solution S à celles des solutions filles**.

2.1.2. Les récipients utilisés (tubes à essais ou béchers) doivent être tous identiques car la teinte d'une solution colorée dépend de **l'épaisseur de solution traversée**.

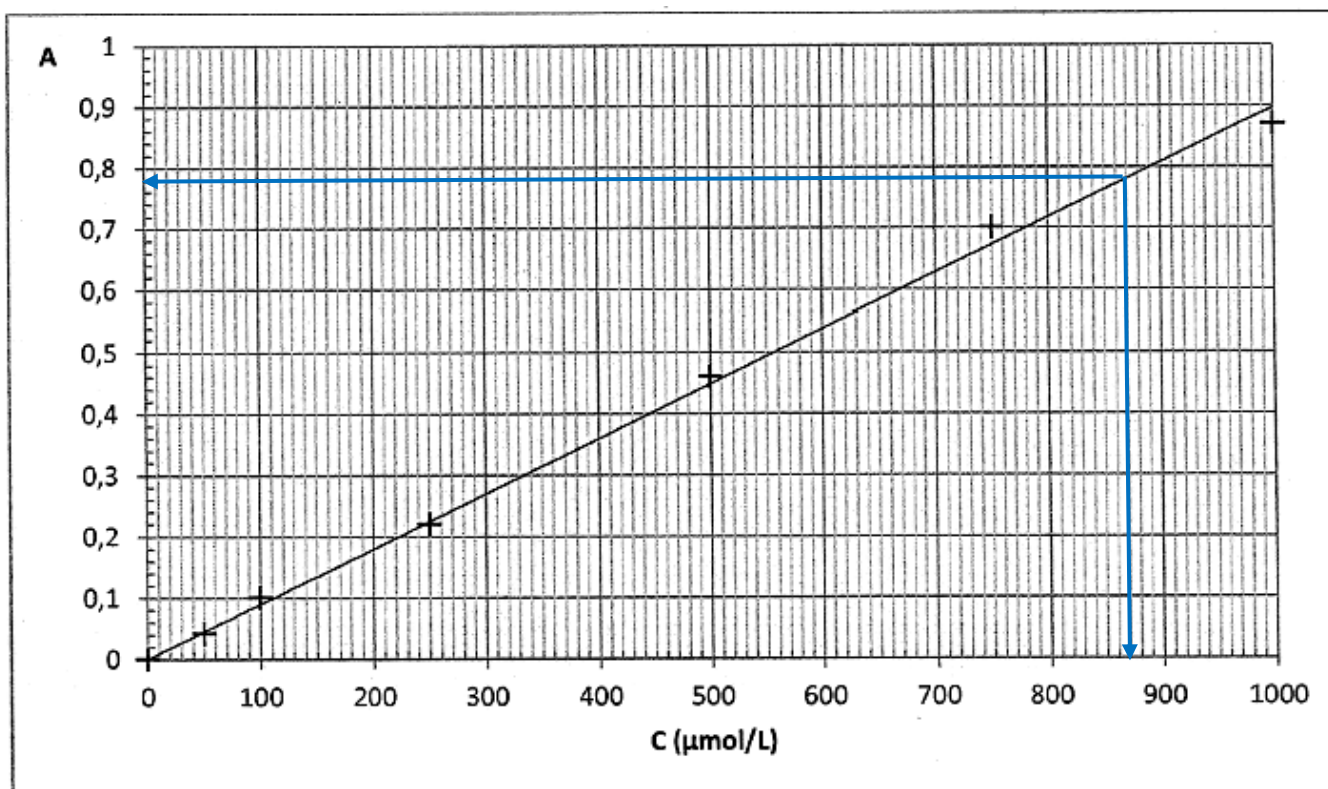
2.2.1. Le spectrophotomètre doit être réglé sur la longueur d'onde correspondant au **maximum d'absorption**, soit ici, par lecture graphique sur le spectre d'absorption, $\lambda_{\max} = 4,7 \times 10^2 \text{ nm}$.

2.2.2. La courbe d'étalonnage étant une droite passant par l'origine, l'absorbance A est proportionnelle à la concentration C. On peut donc écrire une relation de la forme $A = k \times C$ qui est bien en accord avec la loi de Beer-Lambert.

2.2.3. Pour $A_S = 0,78$ on lit sur la courbe $C_{S,\text{exp}} = 870 \mu\text{mol.L}^{-1}$.

La solution en diiode de la teinture d'iode officinale ayant été diluée 200 fois :

$C_{\text{exp}} = 200 \cdot C_{S,\text{exp}} = 870 \times 200 = 174 \times 10^3 \mu\text{mol.L}^{-1} = 174 \text{ mmol.L}^{-1} = \mathbf{0,174 \text{ mol.L}^{-1}}$.



2.3.1. D'après la valeur de la masse volumique, 1 L de solution a une masse de $9,0 \times 10^2 \text{ g}$. Le pourcentage massique en diiode étant de 5 %, la masse de diiode attendue dans un litre de solution est alors : $9,0 \times 10^2 \times \frac{5}{100} = 45 \text{ g}$. La concentration massique en diiode attendue est donc bien

$C_m = 45 \text{ g.L}^{-1}$.

2.3.2. $C_a = \frac{C_m}{M(I_2)} = \frac{C_m}{2M(I)} \text{ soit } C_a = \frac{45}{2 \times 127} = 0,177 \text{ mol.L}^{-1} = \mathbf{0,18 \text{ mol.L}^{-1}}$

2.3.3. $\left| \frac{C_{\text{exp}} - C_a}{C_a} \right| = \left| \frac{0,174 - 0,177}{0,177} \right| = \mathbf{1,7 \text{ \text{ \%}}}$ (en ne conservant que deux chiffres significatifs, comme pour C_a obtenue en 2.3.2.). La valeur expérimentale trouvée est très proche de la valeur attendue.

[Retour au sujet](#)